

Wenn auch Arbeit eine Rolle spielt

Zusammenhang zwischen Reaktionsenergie, -wärme und -enthalpie



LNCU.de
ID 40408
CC-BY-SA 4.0
Online abrufen



Bei der Neutralisation von Salzsäure mit Natronlauge haben wir einen Fall betrachtet, bei dem ausschließlich Wärme eine Rolle spielt. Doch was passiert, wenn bei einer Reaktion ein Gas entsteht, das sich ausdehnt und Platz beansprucht?

Aufgaben

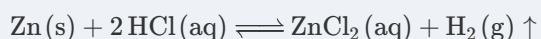
- 1 **Skizzieren** Sie ein Energiediagramm zur Reaktion von Zink mit Salzsäure, das den Zusammenhang zwischen Reaktionsenergie, Reaktionswärme und (Volumen)arbeit darstellt für die 2 Fälle:
 - a Bei konstantem Druck
 - b Bei konstantem Volumen
- 2 **Ergänzen** Sie in ihr Energiediagramm die Begriffe Reaktionsenthalpie.

M1 Kalorimetrische Messung einer Reaktion mit Gasbildung

Zink reagiert mit Salzsäure

Wir betrachten folgendes Beispiel: 1 mol Zink reagiert mit einer verdünnten Salzsäure zu Wasserstoffgas und einer wässrigen Zinkchlorid-Lösung:

1 Zink reagiert mit Salzsäure



Führt man die Reaktion in einem Kalorimeter durch, um die Reaktionswärme zu bestimmen, gibt es zwei grundsätzliche Möglichkeiten für den Versuchsaufbau:

FALL 1: Reaktion bei konstantem Druck

Die Apparatur ermöglicht einen Druckausgleich. Im schematischen Aufbau von **Abb. 1** lässt sich der Stempel des Kolbenprobers frei bewegen. Das entstehende Wasserstoffgas schiebt den Stempel nach außen. Der **Druck** in der Apparatur bleibt (näherungsweise) **konstant** und entspricht dem äußeren Luftdruck.

2 Gemessene Reaktionswärme

$$Q_{r,v} = -156,5 \text{ kJ}$$

FALL 2: Reaktion bei konstantem Volumen

Die Apparatur ermöglicht keinen Druckausgleich. Der Stempel des Kolbenprobers wird arretiert (festgestellt). Das Gas kann sich nicht ausdehnen, das **Volumen** bleibt **konstant**. Dadurch kann der Druck im Inneren der Apparatur deutlich ansteigen.

Aufbau Versuch Reaktion Zink mit Salzsäure

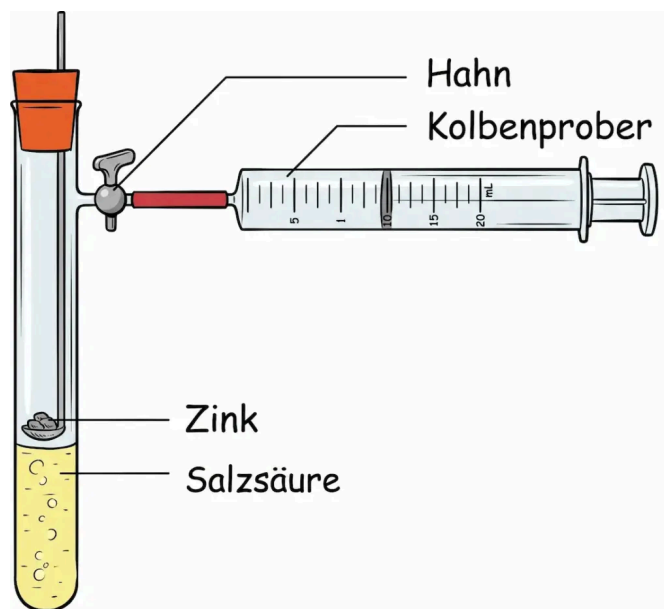


Abb. 1: Schematischer Aufbau für die Reaktion von Zink mit Salzsäure. Für eine kalorimetrische Messung müsste man einen Thermometer in die Lösung eintauchen und das System mit einer Isolierung versehen. ¹



3 Gemessene Reaktionswärme

$$Q_{r,p} = -154 \text{ kJ}$$

M2 Die Volumenarbeit

Die Ursache für die Differenz der Reaktionswärme zwischen **FALL 1** und **FALL 2** liegt in einer weiteren **Prozessgröße**: Der **Arbeit W**.

In Fall 1 muss das System Energie übertragen, um den Stempel des Kolbenprobers gegen den äußeren Luftdruck nach außen zu schieben. Auch bei einer offenen Apparatur (z.B. in einem offenen Becherglas) passiert im Prinzip dasselbe: Das entstehende Gas muss die umgebende Luft „wegdrücken“, um Platz zu schaffen.

Obwohl in beiden Fällen exakt dieselbe chemische Reaktion abläuft – und damit dieselbe Änderung der inneren Energie zwischen Anfangs- und Endzustand vorliegt – messen wir in Fall 1 betragsmäßig weniger abgegebene Wärme. **Wo ist der „fehlende“ Energiebetrag geblieben?**

Es wird also Energie vom System an die Umgebung übertragen, in Form von **Volumenarbeit**. Diese hängt vom (äußeren) Druck **p** und der **Volumenänderung ΔV** ab:

4 Die Volumenarbeit

$$W = -p \cdot \Delta V$$

Das Minus-Zeichen verdeutlicht: Dehnt sich das Gas aus ($\Delta V > 0$), leistet das System Arbeit an der Umgebung. Das System gibt Energie in Form von Arbeit ab, also ist $W < 0$.

M2 Erster Hauptsatz der Thermodynamik erweitert

In einem geschlossenen System entspricht die Summe der mit der Umgebung ausgetauschten Energie der Änderung der inneren Energie des Systems. Diese entspricht der Summe aus der an die Umgebung übertragenen **Reaktionswärme Q_r** und der verrichteten **Arbeit W**:

5 Erste Hauptsatz der Thermodynamik

$$\Delta_r U = Q_r + W$$



Wenden wir das auf unser Zink-Experiment an!

In **Fall 2** wird praktisch **keine Volumenarbeit** verrichtet ($W = 0$). Die gesamte freiwerdende Energie wird hier in Form von Wärme an die Umgebung abgegeben. Es gilt:

6 Für Fall 2 (keine Volumenarbeit)

$$\Delta_r U = Q_{r,V} = -156,5 \text{ kJ}$$

In **Fall 1** wird **zusätzlich Volumenarbeit** verrichtet. Ein Teil der freiwerdenden Energie wird in Form von Arbeit an die Umgebung übertragen. Die restliche Energie erscheint als Wärme:

7 Für Fall 1 (Mit Volumenarbeit)

$$\Delta_r U = Q_{r,p} = -154 \text{ kJ}$$

Aus der Differenz lässt sich erkennen, dass die Volumenarbeit hier **-2,5 kJ** groß ist. Somit gilt:

8 Erste Hauptsatz der Thermodynamik angewandt

$$\Delta_r U = Q_r + W$$

Reaktionsenthalpie

Die Änderung der Enthalpie bei einer Reaktion nennt man **Reaktionsenthalpie $\Delta_r H$** . Für Reaktionen, die bei **konstantem Druck** ablaufen und bei denen außer Volumenarbeit keine weitere Arbeit auftritt, gilt:

9 Reaktionsenthalpie

$$\Delta_r H = Q_{r,p}$$

10 Für unser Beispiel aus Fall 1

$$\Delta_r H = Q_{r,p} = -154 \text{ kJ}$$

Je nach Vorzeichen der Reaktionsenthalpie unterscheidet man nun unter der Bedingung, das **konstanter Druck** herrscht:

Die Enthalpie des Systems sinkt. Das System gibt **$\Delta_r H < 0$** Energie in Form von Wärme an die Umgebung ab (= **exotherme Reaktion**).

Die Enthalpie des Systems steigt. Das System nimmt **$\Delta_r H > 0$** Energie in Form von Wärme aus der Umgebung auf (= **endotherme Reaktion**).

Vergleichbarkeit durch Standardbedingungen

Die Enthalpie eines Systems ist von Druck und Temperatur abhängig. Verschiedene Reaktionen lassen sich nur dann vergleichen, wenn sie unter den gleichen Bedingungen stattfinden. Dazu nutzt man Standardbedingungen:

1,013 bar

25 °C bzw. 298,15 K

So nennt man die Reaktionsenthalpie unter diesen Standardbedingungen die **Standardreaktionsenthalpie $\Delta_r H^0$** .

$$-156,5 \text{ kJ} = -154 \text{ kJ} + (-2,5 \text{ kJ})$$

Bezieht man diesen Wert zusätzlich auf eine einheitliche Stoffmenge von 1 mol, erhält man die **molare Standardreaktionsenthalpie** (Einheit: kJ/mol).

Die Enthalpie

Für den Laboralltag ergibt sich nun ein praktisches Problem: Chemische Reaktionen werden meistens in offenen Gefäßen bei (nahezu) konstantem Luftdruck durchgeführt. Wenn wir die **Reaktionsenergie $\Delta_r U$** ermitteln wollen, müssten wir jedes Mal zusätzlich die (Volumen)arbeit berücksichtigen.

Da die mechanische Arbeit gegen die Atmosphäre für die meisten chemischen Fragestellungen nicht im Vordergrund steht, hat man eine **neue Zustandsgröße** eingeführt, die speziell für Reaktionen bei konstantem Druck praktisch ist: Die **Enthalpie H** .

Zusammenfassung

Die **Enthalpie** ist – genau wie die innere Energie – eine Zustandsgröße eines Systems und hängt nur von Anfangs- und Endzustand ab, nicht vom Reaktionsweg. Unter **konstantem Druck** entspricht die aus der Temperaturänderung bestimmte **Reaktionswärme $Q_{r,p}$** direkt der **Enthalpieänderung $\Delta_r H$** , was sie in der Praxis besonders nützlich macht. Beim Beispiel **Zink + Salzsäure** entsteht Wasserstoffgas, das sich ausdehnt und **Volumenarbeit** leistet. Gerade in solchen Fällen ist es besonders praktisch, mit der Enthalpie statt mit der **inneren Energie** zu arbeiten, weil man zur Bestimmung der Änderung der inneren Energie zusätzlich noch die Volumenarbeit berücksichtigen müsste.

Einzelnachweise

1 David Weninger, 2026, Bild KI-generiert mit Nano Banana 2 von Google Gemini.